



# microscopica della materia e le leggi dei gas

## 1 Un modello microscopico della materia

### obiettivo

Conoscere gli elementi essenziali del modello microscopico della materia

Finora ci siamo limitati ad analizzare i fenomeni fisici da un punto di vista macroscopico, ossia considerando le caratteristiche dei corpi, come il volume, la massa, il peso, la temperatura, percepibili con i nostri sensi. Proviamo adesso ad approfondire le nostre conoscenze sul "mondo" rivolgendo l'attenzione alla composizione interna della materia; vogliamo analizzarne, cioè, la struttura microscopica.

### Atomi, molecole e modello microscopico della materia

Grazie a un lungo e faticoso percorso di ricerca teorica e sperimentale, gli scienziati hanno formulato e via via precisato nel corso dei secoli un **modello microscopico della materia** che ha permesso di dare un'interpretazione più profonda di molti fenomeni fisici, tra cui i fenomeni termici che abbiamo studiato nelle due precedenti unità.

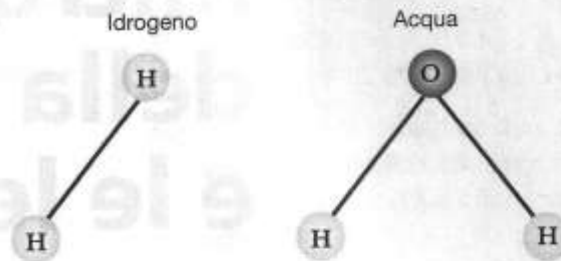
Secondo tale modello microscopico, i corpi sono costituiti da **atomi**, piccolissime particelle composte da un nucleo centrale, formato da particelle con carica positiva, chiamate **protoni**, e particelle elettricamente neutre, i **neutroni**, circondato da particelle con carica elettrica negativa, chiamate **elettroni**.

Gli atomi non sono tutti uguali. Oggi ne conosciamo 106 tipi diversi (di cui 83 presenti in natura, gli altri costruiti artificialmente). Essi differiscono tra loro per il numero di protoni e di elettroni.

Quello più semplice è l'atomo di idrogeno, il cui simbolo chimico è H, che contiene un solo elettrone e un solo protone. Subito dopo, in ordine di complessità, troviamo l'atomo di elio, He, che contiene due elettroni e due protoni, poi il litio, Li, con tre elettroni e tre protoni, e così via.

Gli atomi non rimangono isolati ma si "legano" tra loro, mediante forze di natura elettrica, dando origine a degli aggregati atomici chiamati **molecole**.

Le molecole più semplici sono costituite da due atomi uguali, come avviene per la molecola di idrogeno. Altre molecole sono costituite da atomi diversi, come la molecola d'acqua, formata da due atomi di idrogeno e uno di ossigeno.



I corpi che ci circondano sono costituiti da molecole tenute assieme da forze di natura elettrica, chiamate **forze intermolecolari**, la cui intensità dipende dalla distanza alla quale si trovano le molecole stesse. Se le molecole si allontanano, tali forze diventano attrattive e tendono a riavvicinarle. Al contrario, se le molecole si avvicinano al di sotto di una certa distanza, le forze intermolecolari diventano repulsive e tendono ad allontanarle. In prima approssimazione, la forza tra due molecole è dunque assimilabile a una forza di tipo elastico, come quella esercitata da una molla. Le molecole di un corpo possono quindi essere immaginate come un insieme di piccolissime sferette collegate l'una all'altra tramite microscopiche molle.

Le molecole, tuttavia, non sono ferme, ma si muovono continuamente. Il moto d'insieme delle molecole viene chiamato **moto di agitazione termica** perché dipende dalla temperatura del corpo. Si può infatti affermare che:

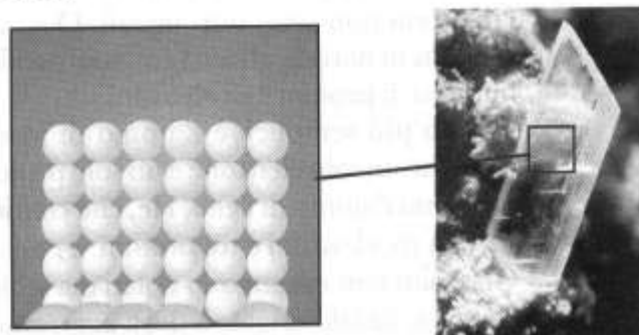
**all'aumentare della temperatura del corpo si verifica un aumento dell'energia di movimento, quindi della velocità, delle sue molecole.**

Le molecole di un corpo sono perciò soggette a due opposte tendenze: da un lato vi sono le forze intermolecolari che tendono a mantenerle vicine l'una all'altra limitandone il movimento, dall'altro vi è l'agitazione termica che tende, invece, ad allontanarle. La presenza dell'uno o dell'altro di questi due meccanismi determina lo stato di aggregazione, solido, liquido oppure aeriforme, in cui la materia si presenta.

## La struttura microscopica dei solidi, dei liquidi e degli aeriformi

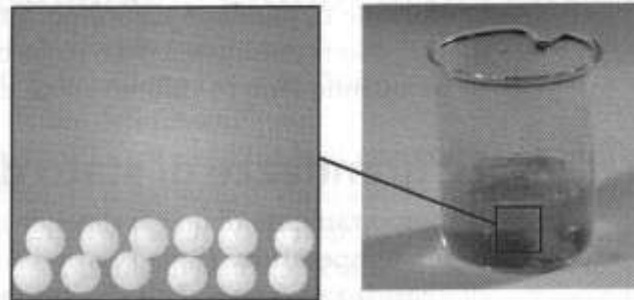
In un **solido** le forze intermolecolari sono prevalenti e le molecole sono costrette a rimanere vicine l'una all'altra, con una limitata libertà di movimento. Le molecole si organizzano in una struttura regolare detta **reticolo cristallino** (Fig. 1). All'interno di tale struttura ciascuna molecola oscilla intorno a una posizione di equilibrio.

Questo modello microscopico dei solidi, in cui le forze tra le molecole prevalgono sull'agitazione termica, giustifica il fatto che un corpo allo stato solido ha **forma e volume propri**.



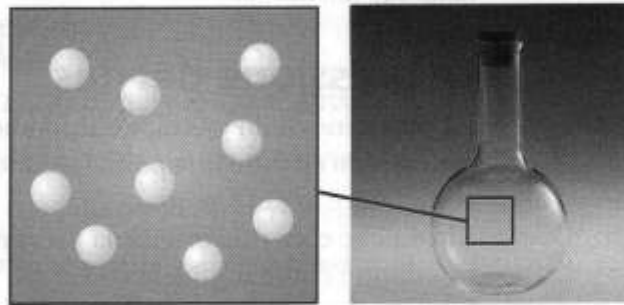
■ Fig. 1 Il reticolo cristallino di un solido.

Nei corpi **liquidi** l'agitazione molecolare è più intensa e ciò garantisce alle molecole una maggiore libertà di movimento. La struttura in cui si organizzano le molecole è meno regolare rispetto allo stato solido: interi strati di molecole possono scorrere l'uno sull'altro facendo in modo che il liquido assuma la **forma del contenitore** in cui viene versato (Fig. 2).



■ Fig. 2 La struttura molecolare semiordinata dei liquidi.

Negli **aeriformi** l'agitazione termica prevale sulle forze molecolari e le molecole si muovono in modo disordinato, essendo del tutto svincolate l'una dall'altra. Pertanto, un aeriforme non ha **né forma né volume propri** perché le sue molecole, muovendosi in ogni direzione, tendono a riempire tutto lo spazio disponibile (Fig. 3).



■ Fig. 3 La struttura molecolare disordinata dei gas.

### Segui l'esempio

- Come può essere interpretato, alla luce del modello microscopico della materia, il passaggio di una sostanza dallo stato solido allo stato liquido?
  - Se un corpo è inizialmente allo stato solido, a una temperatura sufficientemente elevata, l'agitazione termica riuscirà a prevalere sull'intensità delle forze intermolecolari, il reticolo cristallino verrà parzialmente distrutto e il corpo passerà allo stato liquido.

### Adesso prova tu

Come può essere interpretato, alla luce del modello microscopico della materia, il passaggio di una sostanza dallo stato liquido allo stato aeriforme?

### Prima di continuare

Completa inserendo le parole mancanti.

1. All'aumentare della temperatura di un corpo si verifica un aumento dell'energia ..... delle sue .....
2. Un corpo è allo stato solido quando l'intensità delle ..... prevale sul moto .....
3. Un corpo è allo stato aeriforme quando l'intensità delle ..... è nulla e le molecole si muovono in modo .....

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

4. Le particelle che compongono tutti i corpi si chiamano cellule. V F
5. Gli atomi sono composti da molecole. V F
6. La temperatura di un gas dipende dal moto delle sue particelle. V F
7. Nei solidi le molecole oscillano e negli aeriformi le molecole sono ferme. V F
8. Nello stato aeriforme le particelle sono disposte in modo disordinato. V F

## 2 La materia allo stato aeriforme e il gas perfetto

### obiettivo

Conoscere le grandezze e i concetti fondamentali che permettono di descrivere il comportamento dei gas

Nello stato aeriforme le molecole sono molto distanti le une dalle altre e in una condizione di massimo disordine. Esse possiedono un'elevata energia di movimento, non risentono più delle reciproche forze attrattive e sono libere di muoversi, occupando l'intero volume a loro disposizione.

### Le grandezze di stato di un gas

Il comportamento di un gas dipende da tre grandezze fisiche: il volume  $V$  del gas, la sua temperatura  $T$  e la sua pressione  $P$ . Questi parametri prendono il nome di **grandezze o variabili di stato** e, come vedremo, permettono di descrivere in modo completo gli stati di equilibrio dei gas e le leggi che ne caratterizzano il comportamento fisico.

Il volume di un gas coincide con il volume del contenitore in cui esso si trova. La temperatura, come si è detto, dipende da quanto è intenso il *moto di agitazione termica* delle sue particelle.

### La pressione dei gas

La pressione di un gas dipende, come abbiamo visto per i fluidi, dalla forza che il gas esercita su tutte le superfici a contatto con esso e, in particolare, sulle pareti del contenitore in cui è posto.

Ma da che cosa trae origine la pressione in un gas? Il modello particellare ci aiuterà a capire come stanno le cose.

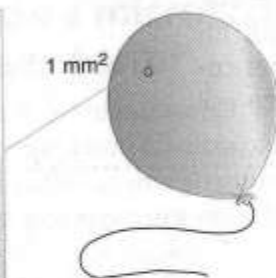
Si è già detto che nei gas le particelle non sono legate ma, grazie all'energia di cui dispongono, si muovono in maniera caotica, urtando ripetutamente contro le superfici delle pareti del recipiente.

Di conseguenza, ciascun millimetro quadrato di tale superficie sarà sottoposto in ogni istante all'urto di milioni e milioni di particelle.

L'urto di una singola particella, di fatto, non ha un effetto apprezzabile sulle pareti, ma la somma degli urti di un così elevato numero di particelle genererà una forza apprezzabile su ogni unità di superficie, il cui effetto macroscopico sarà una

pressione continua e uniforme su tutta la superficie interna del recipiente.

Se le pareti del recipiente sono rigide, non avremo modo di accorgerci dell'esistenza di tale pressione. Se invece sono elastiche, come quelle di un palloncino pieno d'aria, riusciremo a percepire chiaramente la pressione esercitata dal gas che si trova all'interno.



### Il concetto di gas perfetto

Lo studio del comportamento dei gas viene quasi sempre riferito a un sistema ideale, chiamato **gas perfetto**, che risponde ai seguenti requisiti:

- le particelle devono essere considerate puntiformi, devono essere cioè tanto piccole e distanziate tra loro che il loro volume può essere considerato trascurabile rispetto al volume reale occupato dal gas;
- le particelle devono essere completamente indipendenti, non devono cioè attrarsi reciprocamente;
- gli urti tra le particelle devono essere perfettamente elastici, come se si trattasse di piccolissime palline di gomma che, urtando, rimbalzano in tutte le direzioni.

I **gas reali**, come l'aria, non soddisfano pienamente tali requisiti. Tuttavia, quando si trovano a temperature sufficientemente elevate e a pressioni sufficientemente basse in modo da risultare rarefatti, manifestano un comportamento simile a quello dei gas perfetti.

### Come si studiano le proprietà dei gas

Studiare le proprietà dei gas significa stabilire in che modo i valori delle tre variabili di stato  $P$ ,  $V$ ,  $T$  dipendono l'uno dall'altro. Al fine di ricavare tali proprietà è utile introdurre alcune definizioni.

In particolare, si dice che un gas si trova in uno **stato di equilibrio macroscopico** quando tutte e tre le variabili di stato assumono un ben determinato valore e si mantengono costanti al passare del tempo.

Quando, invece, le variabili di stato cambiano al passare del tempo, in modo tale che il gas passa da uno stato di equilibrio a un altro stato di equilibrio, si dice che il gas ha eseguito una **trasformazione**.

Per poter determinare empiricamente le relazioni che intercorrono fra le variabili di stato in una trasformazione è opportuno analizzare il legame che intercorre tra due delle variabili mantenendo costante la terza.

#### Prima di continuare

#### Completa inserendo le parole mancanti.

1. La pressione esercitata da un gas è dovuta agli ..... delle sue ..... sulle pareti del .....
2. In un gas perfetto le particelle hanno dimensioni ..... e sono ..... tra loro.
3. Le variabili di stato di un gas sono ..... e .....

## 3 Le leggi dei gas

#### obiettivo

Conoscere e saper applicare le leggi dei gas

Le trasformazioni che un gas esegue quando una delle tre variabili di stato è mantenuta costante si chiamano: trasformazione **isoterma** ( $T = \text{costante}$ ), **isobara** ( $P = \text{costante}$ ) e **isocora** ( $V = \text{costante}$ ). Lo studio di queste tre trasformazioni permette di ricavare tre **leggi dei gas**, che prendono ciascuna uno specifico nome:

- la **legge di Boyle**, che descrive le trasformazioni isoterme;
- la **prima legge di Gay-Lussac**, che descrive le trasformazioni isobare;
- la **seconda legge di Gay-Lussac**, che descrive le trasformazioni isocore.

Osserviamo che le leggi dei gas assumono una forma relativamente semplice solo se la temperatura è espressa in kelvin. Nel seguito faremo quindi riferimento alla temperatura assoluta.

### Trasformazioni isoterme: la legge di Boyle

La legge di Boyle, detta anche **legge isoterma**, stabilisce la relazione tra pressione  $P$  e volume  $V$  di un gas perfetto quando la temperatura  $T$  non varia. Per avere un'idea qualitativa del legame tra pressione e volume di un gas, considera il semplice esperimento di Figura 4, in cui si può supporre la temperatura costante: tira verso l'alto il pistone della siringa, tappa con il pollice il foro da cui esce l'aria e, con l'altra mano, prova a spingere in basso il pistone.

■ Fig. 4 La pressione esercitata dall'aria nella siringa cresce al diminuire del suo volume.

